d) Dressons le tableau descriptif d'évolution de la réaction d'estérification .

Equation de la réaction		***Acide + alcool → ester + eau***			
Etat du système	Avancement	***Quantités de matière (en mol)***			
Etat initial	x = 0	0,3	0,3	0	0
Intermédiaire	x > 0	0,3 - x	0,3 - x	x	x
Etat final	$x = x_f$	0,3 - x_f	0,3 - x_f	x_f	x_f

Si la réaction d'estérification était totale , alors on aura :

$0,3 - x_{max} = 0$; soit : $x_{max} = 0,3$ mol .

2°- a) Le nombre de moles n d'acide varie car la réaction d'estérification évolue au cours du temps de la date t = 0 , lorsque les produits sont nuls , jusqu'à une date $t_{éq}$ pendant laquelle le système chimique atteint son état d'équilibre de façon que sa composition molaire reste invariante .

b) D'après le graphique, on constate que : $n_f(\text{acide}) = 0,3 - x_f = 0,1$ mol ; d'où : $x_f = 0,2$ mol .

Par conséquent le taux d'avancement final de cette réaction est :

$$\tau_f = \frac{x_f}{x_{max}} = \frac{0,2}{0,3} = 0,66 .$$

La composition molaire du système est indiquée sur le tableau ci-dessous :

	acide	**+**	**alcool**	**→**	**ester**	**+**	**eau**
t = 0	**0,3 mol**		**0,3 mol**		**0**		**0**
$t = t_{éq}$	**0,1 mol**		**0,1 mol**		**0,2 mol**		**0,2 mol**

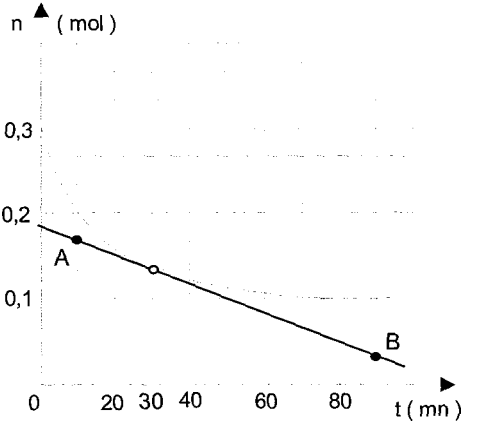
c) Calculons la valeur de la constante d'équilibre K .

A l'équilibre chimique , on applique la loi d'action de masse :

$$K = \frac{[\text{ester}]_{éq} \cdot [\text{eau}]_{éq}}{[\text{acide}]_{éq} \cdot [\text{alcool}]_{éq}} ;$$

en simplifiant par le volume V de la solution , on obtient :

$$K = \frac{0,2 \times 0,2}{0,1 \times 0,1} = 4 .$$



3°) Calculons la vitesse instantanée de la réaction à la date t = 30 mn .